

# THERMODYNAMIQUE APPLIQUEE

La thermodynamique est une science jeune du 19<sup>e</sup> siècle qui sert à décrire un système à l'aide d'un petit nombre de paramètres.

La thermodynamique nous permettra l'étude:

- des propriétés thermiques des corps (calorimétrie – échange de chaleur)
- des changements d'états des corps (production de vapeur, séchage, concentration)
- des bilans énergétiques (bilan sur un échangeur)
- du mode de fonctionnement des machines thermiques (machine frigorifique, pompe à chaleur)

## I. Définition

Un système est une portion de l'univers dont on veut faire l'étude. Les variables d'état sont les paramètres définissant l'état du système (pression, volume, température, quantité de matière). Elles sont reliées par des équations d'état.

Un système ouvert peut échanger de l'énergie mais pas de la matière.

Un système isolé ne peut échanger ni énergie, ni matière.

Une fois l'état du système définit, celui-ci peut évoluer. Il existe différents types d'évolution.:

- **isotherme**: transformation à température constante ( $T = \text{cte}$ )
- **Isochore**: transformation à volume spécifique constant ( $V = \text{cte}$ )
- **Isobare**: transformation à pression constante ( $P = \text{cte}$ )
- **Adiabatique**: transformation sans échange de chaleur ( $Q = 0$ )

Pour les gaz parfaits, il est à rappeler la validité de l'équation d'état  $p.V = n R T$

Les évolutions du système sont représentées sur des diagrammes d'état, dont la représentation la plus courante est celle de **clapeyron**  $p = f(v)$

Dans certains cas, le système peut atteindre son équilibre. Un système est dit en équilibre thermodynamique lorsque toutes ses variables d'état restent constantes au cours du temps. On définit les équilibres suivants:

- équilibre mécanique: aucun déplacement de matière, soit à l'intérieur du système, soit entre le système et le milieu extérieur.
- Equilibre thermique: la température reste la même au cours du temps.
- Equilibre chimique: ni changement de structure interne, ni transfert de matière

## II. Chaleur et température

Les quantités de chaleur  $Q$  cédées ou gagnées par un système se déterminent à partir de l'importance des effets provoqués. L'unité est le joule (J) ou son multiple kilojoule ( $1 \text{kJ} = 10^3 \text{ J}$ )

### a) *chaleur sensible*

A partir de changement de température: la quantité de chaleur échangée est proportionnelle à l'écart de température ( $\Delta T$ ) et la masse ( $m$ ) du corps qui a subi ce changement de température. Il faut des quantités de chaleur différentes pour faire subir un même changement de température à une même masse de corps différents. Chacun a en effet une chaleur massique ( $c$ ) définie comme la quantité de chaleur nécessaire pour élever de  $1^\circ\text{C}$  la température d'une masse du corps considérée égale à  $1 \text{ Kg}$ .

La quantité de chaleur échangée est donc égale, en valeur absolue à:

$$Q = m.c. \Delta T$$

$m$  = masse (Kg)

$c$  = chaleur massique (J/Kg/°C)

$\Delta T$  = variation de température (°C)

Si on utilise non la masse mais la quantité de matière (mole), cette relation devient:

$$Q = n.c. \Delta T$$

$m$  = masse (Kg)

$c$  = chaleur molaire (J/mol/°C)

$\Delta T$  = variation de température (°C)

**b) Chaleur latente  $L$  ( $L_v$  ou  $L_f$ )**

Le changement d'état d'un corps pur nécessite un apport de chaleur sans changement de température. La chaleur Latente est donc la chaleur qu'il faut fournir à la masse unité du corps étudié (ou qu'elle cède) pour changer d'état (à température constante).

Pour un corps de masse  $m$  :

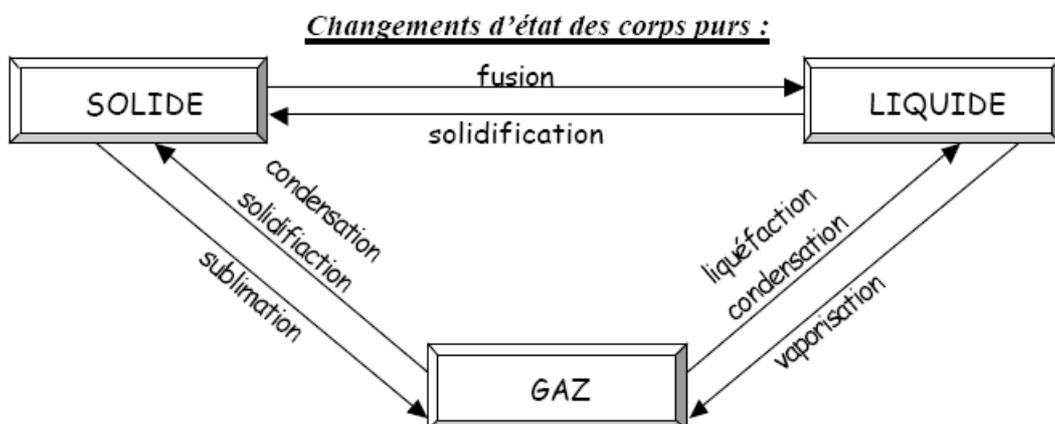
$$Q = m L \text{ (chaleur latente)}$$

Valeurs de quelques capacités calorifiques et chaleurs latentes :

$Q=m.C.\Delta T$	Substance	Capacité thermique massique en $J.kg^{-1}.K^{-1}$
Solides	Eau (glace)	2100
	Beurre	2300
	Chocolat	3180
	Fer	460
Liquides	Mercure	140
	Huile	1670
	Alcool	2390
	Eau liquide	4185
Air	pression cte	1006
	volume ct	720

Changement d'état $Q= m.L$	Température de changement d'état à 1 atm	L en $J.kg^{-1}$
Fusion de l'huile	15°C	147.10 <sup>3</sup>
Fusion de la glace	0°C	333.10 <sup>3</sup>
Fusion du plomb	327°C	24.10 <sup>3</sup>
Fusion du chocolat	35°C	100.10 <sup>3</sup>
Vaporisation de l'eau	100°C	2260.10 <sup>3</sup>
Vaporisation de l'alcool	78°C	906.10 <sup>3</sup>

Pour une transformation adiabatique le coefficient adiabatique de l'air est  $\gamma = c_p/c_v = 1006/720 = 1,4$ .



Remarque:

On utilise aussi en unités usuelle la Calorie. On a définie  $1 \text{ Kcal} = 4,18 \text{ KJ}$

1 Kcal est l'énergie nécessaire pour amener 1 Kilo d'eau de  $14,5^\circ\text{C}$  à  $15,5^\circ\text{C}$ .

D'ou l'unité de  $C = \text{cal/Kg}/^\circ\text{C}$

### **c) énergie interne**

En thermodynamique, la chaleur reçue par un système sera compté positivement. Une chaleur cédée sera comptée négativement.

On appelle «Energie interne» U l'énergie thermique totale que peut fournir un corps immobile sans qu'il se désagrège ou sans perdre de matière, c'est à dire ne perdant d'énergie que sous forme de chaleur (jusqu'à 0 K). S'il y a une variation d'énergie interne  $\Delta U$ , c'est que le corps a reçu ou perdu de l'énergie.